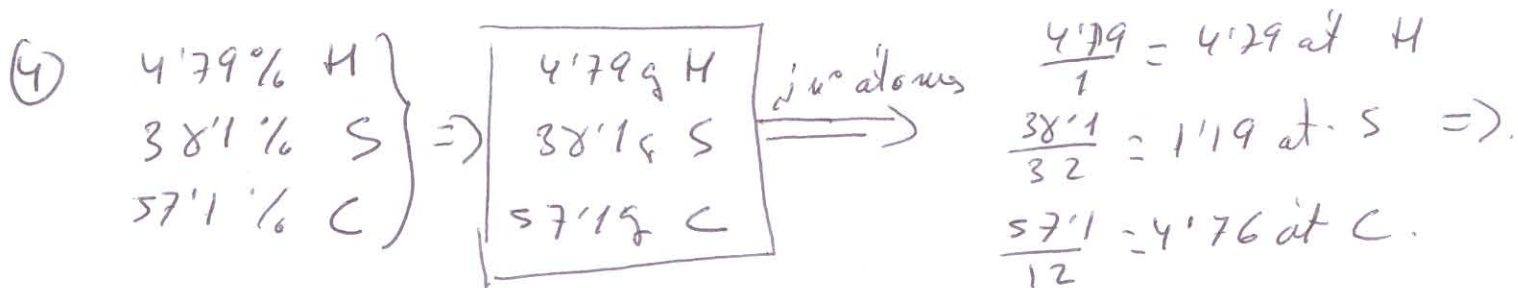


Rebucari 2



Converti
in atomi.

$$\frac{47.9}{1.19} = 40.2 \approx 4$$

$$\frac{1.19}{1.19} = 1$$

$$\frac{4.76}{1.19} = 3.998 \approx 4$$

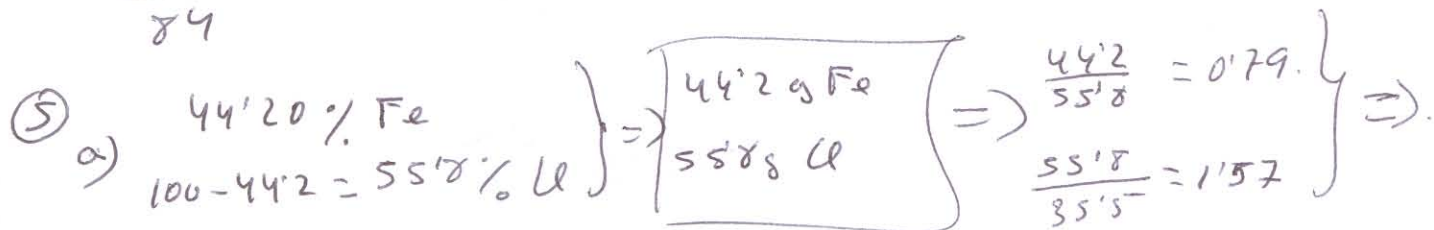
Formula empirica:
 $\text{C}_4 \text{S}_1 \text{H}_4$

Formula moleculare: ? $\Rightarrow \text{Pm} = 167.39 / \text{mol}$

$$\frac{5 \text{ g}}{1.8 \cdot 10^{22} \text{ molecule}} \times \frac{6.02 \cdot 10^{23} \text{ mole}}{1 \text{ mol}} = 167.39 / \text{mol}$$

massa corrispondente alla F. empirica: $12 \cdot 4 + 32 + 4 = 84 \text{ g}$

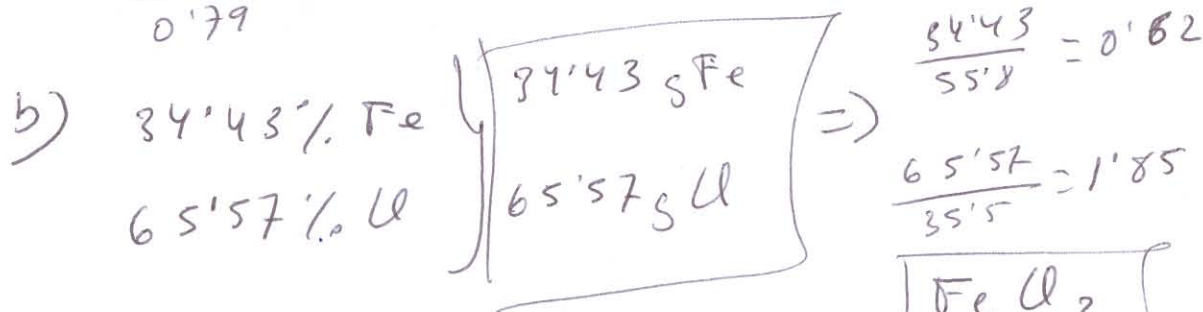
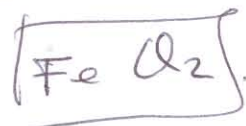
$$\frac{167.4}{84} \approx 2 \Rightarrow \text{Formula moleculare } \boxed{\text{C}_8 \text{S}_2 \text{H}_8}$$



$$\Rightarrow \frac{0.79}{0.79} = 1$$

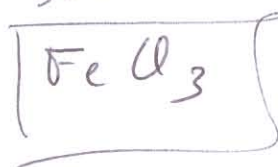
$$\frac{1.57}{0.79} = 1.99 \approx 2$$

Formula empirica \Rightarrow



$$\frac{0.62}{0.62} = 1$$

$$\Rightarrow \frac{1.85}{0.62} = 2.98 \approx 3$$



⑥ $82'65\% \text{ C}$
 $17'35\% \text{ H} \Rightarrow$ $82'65\% \text{ C}$
 $17'35\% \text{ H}$ \Rightarrow $\left. \begin{array}{l} \frac{82'65}{12} = 6'89 \\ \frac{17'35}{1} = 17'35 \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{6'89}{6'89} = 1$
 $\frac{17'35}{6'89} = 2'5$

Para convertir en
 \Rightarrow n° enteros multiplicar } $1 \times 2 = 2$ } Fórmula empírica
 por 2 } $2'5 = 5$ } $\text{C}_2 \text{H}_5$

Fórmula molecular $\Rightarrow P_m$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$P = 1'01 \cdot 10^5 \frac{\text{Pa}}{101'300 \text{ Pa/at}} = 0'997 \text{ atm}$ $\left. \begin{array}{l} 0'997 \cdot 1 = \frac{2'6}{P_m} \cdot 0'082 \cdot 273 \\ P_m = 58'4 \end{array} \right\}$

$V = 1$; $m = 2'6 \text{ g}$; $T = 273^\circ \text{K}$

masa correspondiente a la fórmula empírica: $(\text{C}_2 \text{H}_5) \Rightarrow 29 \text{ g}$
 masa correspondiente a la fórmula empírica: $(\text{C}_2 \text{H}_5) \Rightarrow 29 \text{ g}$

$29 \times 2 = 58 \text{ g} \Rightarrow$ valor próximo al P_m ($58'4 \text{ g/mol}$)

Fórmula molecular $\text{C}_4 \text{H}_{10}$

⑦ $1'45 \text{ g CO}_2 \rightarrow$ masa de C de la sustancia orgánica
 $0'6 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow$ " " H " "
 a O? \rightarrow por diferencia resta la masa de O.

$1'45 \text{ g CO}_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 0'395 \text{ g C}$
 $0'6 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0'067 \text{ g H}$
 $\left. \begin{array}{l} \text{Masa de O} \Rightarrow \\ 1 - (0'395 + 0'065) = \\ = 0'54 \text{ g O} \end{array} \right\}$

$0'395 \text{ g C}$
 $0'067 \text{ g H}$
 $0'54 \text{ g O}$ \Rightarrow $\left. \begin{array}{l} \frac{0'395}{12} = 0'0329 \text{ at C} \\ \frac{0'067}{1} = 0'067 \text{ at H} \\ \frac{0'54}{16} = 0'0337 \text{ at O} \end{array} \right\} \frac{0'0329}{0'0329} = 1$
 $\frac{0'067}{0'0329} = 2$
 $\frac{0'0337}{0'0329} = 1$ } F. empírica CH_2O

$\approx P_m$? $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_m = 30 \text{ g/mol}$

masa correspondiente } $30 \text{ g} \Rightarrow$ F. molecular $\text{CH}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$
 a la F. empírica

⑧ $2'37g C$
 $8'69 - 2'37 = 6'32g O$ } $\left. \begin{array}{l} \text{Fórmula empírica} \\ \text{(Prueba como en la anterior)} \end{array} \right\} CO_2$

¿ Peso ? $\frac{1'98g}{1L} \times \frac{22'4L}{1mol} = 44'3g/mol$

Fórmula molecular $\Rightarrow CO_2$

⑨ (Similar al n° 7)

Solución: Fórmula empírica CH_3
 .. molecular C_2H_6

⑩ masa de C $\Rightarrow 4'4g \times \frac{12g}{44g} = 1'2g$
 .. de G $\Rightarrow 5'6g \times \frac{40g}{56g} = 4g$
 .. de O $\Rightarrow 10 - (1'2 + 4) = 4'8g$ } $\left. \begin{array}{l} \text{Fórmula emp.} \\ \text{(Prueba como en las anteriores)} \end{array} \right\} CaCO_3$

⑪ $6'192g$ } $\left. \begin{array}{l} H_2O \Rightarrow 6'192 - 5'28 = 0'912g H_2O \\ Cl \Rightarrow 1'79g Cl \\ Ba \Rightarrow 5'28 - 1'79 = 3'49g Ba \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Determinar} \\ \text{Fórmula} \\ \text{empírica} \end{array}$
 $Ba_x Cl_y (H_2O)_z$

• masa de Cl: ⑩ calculamos la masa de Cl que hay en $0'663g$ de sal hidratada que reacciona con $AgNO_3$ y que da $0'778g$ de $AgCl$.
 $0'778g AgCl \times \frac{35'5g Cl}{143'5g AgCl} = 0'192g Cl$ en $0'663g$ de sal hidratada.

⑫ Hay que calcular la cantidad de Cl que corresponde a la masa de sal hidratada de la muestra inicial de $6'192g$.

$\frac{0'192g Cl}{0'663g \text{ sal hidratada}} = \frac{x}{6'192g \text{ sal hidratada}}$; $x = 1'79g Cl$

Calcular la Fórmula:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0.912 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g}} = 0.05 \text{ mols H}_2\text{O} / 0.025 \Rightarrow 2 \\ \frac{1.798 \text{ g Cl}}{35.5} = 0.05 \text{ at. Cl} / 0.025 \Rightarrow 2 \\ \frac{3.796 \text{ g Ba}}{137.3} = 0.025 \text{ at Ba} / 0.025 \Rightarrow 1 \end{array} \right\} \underline{\underline{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}$$

(12) $\left. \begin{array}{l} 43.2 \text{ g C} \\ 16.6 \text{ g N} \\ 2.4 \text{ g H} \\ 37.8 \text{ g O} \end{array} \right\}$ Calcular la Fórmula empírica
como en los casos anteriores:

$$\text{C}_3 \text{N O}_2 \text{H}_2.$$

¿Pm? $\Delta t = K_c \cdot m$; $K_c = 5.02^\circ \text{C/mol} \cdot \text{kg}$; $m_s = 6.45$
 $V_d = 50 \text{ cc}$

$$\Delta t = 5.51 - 1.25 = 4.26^\circ \text{C}$$

$$m = \frac{\Delta t}{K_c}; \quad m = 0.85 \text{ mol/kg}; \quad m = \frac{m_s}{m_d (\text{kg})}$$

$$m_d = V_d \cdot d \Rightarrow m_d = 50 \text{ cc} \cdot 0.88 \text{ g/cc} = 44 \text{ g} = 0.044 \text{ kg}$$

$$0.85 = \frac{\frac{6.45}{P_m}}{0.044}; \quad P_m = 172 \text{ g/mol}$$

Pero correspondiente a la F. empírica $\Rightarrow 84 \text{ g}$.

$$84 \times 2 \cong 172 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{Fórmula molecular} \Rightarrow$$



El dato experimental del Pm es aproximado por
obtención de James (experimental).

(13) $H \Rightarrow 4'22 \cdot 10^{22} \text{ at}$
 $C \Rightarrow 0'36 \text{ g}$
 $O \Rightarrow 0'01 \text{ at q. ó}$
 $0'01 \text{ mol de átomos}$
 $N \Rightarrow 2 \text{ ? (resto)}$

A partir de estos datos.
 calculamos la masa correspon-
 diente a cada elemento \Rightarrow
 C, H, O, N .

$$H \Rightarrow 4'22 \cdot 10^{22} \text{ at} \times \frac{1 \text{ g H}}{6'02 \cdot 10^{23} \text{ at}} = 0'07 \text{ g H}$$

$$O \Rightarrow 0'01 \text{ mol de átomos} \times \frac{16 \text{ g}}{\text{mol}} = 0'16 \text{ g O}$$

$$C \Rightarrow 0'36 \text{ g}$$

$$N \Rightarrow 0'73 - (0'07 + 0'36 + 0'16) = 0'14 \text{ g}$$

Calcular la fórmula empírica de la muestra volátil:
 1º hallar el n.º de átomos dividiendo por los pesos atómicos
 2º convertir estos resultados en n.º enteros dividiendo
 por el valor más pequeño de todos.
 \Rightarrow Fórmula empírica $C_3 H_7 O H$.

(14) Sol: $C_7 H_6 O_4$

(17) Sol $C_8 H_8$.